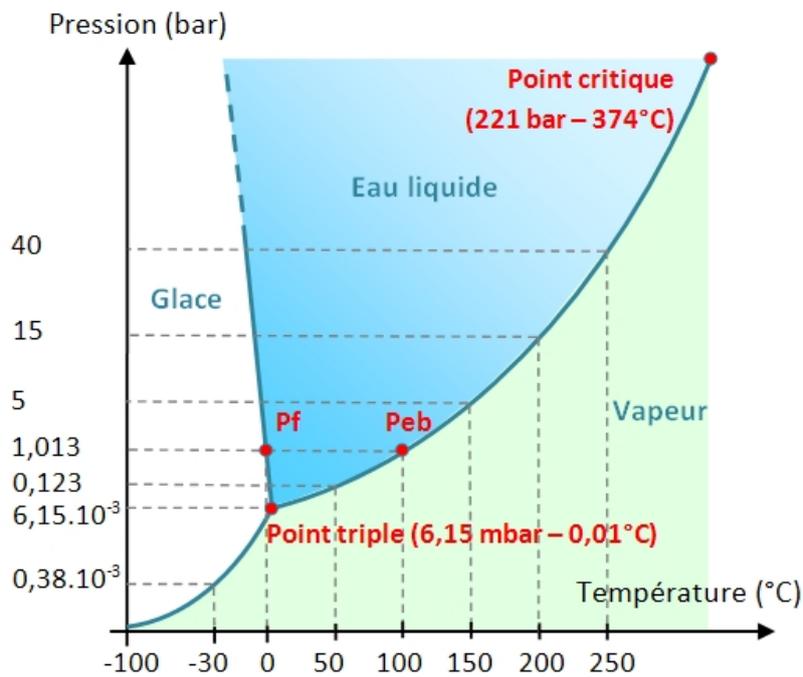


# Les transformations de la matière

---

## Chapitre 1 : Les états de la matière

Chapitre 2 : les transformations nucléaires et chimiques



---

Cours de chimie de première période de PCSI

---





# Les changements d'état : transformations physiques

---

## Le Plan du cours

### Chapitre 1

## Les états de la matière

---

### **I. LES DIFFERENTS ETATS DE LA MATIERE ET LES PARAMETRES DE DESCRIPTION**

1. QU'ENTEND-ON PAR « MATIERE » ?
2. GRANDEURS INTENSIVES ET EXTENSIVES ; PHASES D'UN SYSTEME
  - 2.1. LES GRANDEURS DECRIVENT LE SYSTEME
  - 2.2. PHASE
3. CORPS PUR
4. MELANGES ET SOLUTIONS

### **II. LES CHANGEMENTS D'ETAT DU CORPS PUR, OU TRANSITIONS DE PHASES**

1. GAZ, LIQUIDE ET SOLIDE : LES TROIS ETATS DE LA MATIERE
  - 1.1. DISTINCTION DES TROIS ETATS
    - 1.1.1. Le gaz
    - 1.1.2. Le liquide
    - 1.1.3. Le solide
  - 1.2. LES SOLIDES AMORPHES, SEMI-CRISTALLIN ET CRISTALLIN
    - 1.2.1. Solide amorphe
    - 1.2.2. Solide semi-cristallin
    - 1.2.3. Solide cristallin
  - 1.3. VARIETES ALLOTROPIQUES
2. TRANSFORMATION PHYSIQUE
3. LES NOMS USUELS DES DIFFERENTS CHANGEMENTS D'ETAT

### **III. LE DIAGRAMME D'ETAT DU CORPS PUR : DIAGRAMME (P,T)**

#### **1. DEFINITION**

#### **2. ALLURE DU DIAGRAMME (P,T)**

- 2.1. ALLURE GENERALE : DIVISION DU DIAGRAMME EN 3 REGIONS
- 2.2. TROIS COURBES SE COUPENT EN LE POINT TRIPLE
- 2.3. LA PRESSION DE VAPEUR SATURANTE
- 2.4. POINT CRITIQUE : TERMINUS DE LA COURBE DE VAPORISATION !

### **III LES TRANSFORMATIONS PHYSIQUES ET LES AUTRES TRANSFORMATIONS DE LA MATIERE**

#### **1. LA TRANSFORMATION PHYSIQUE**

#### **2. LA TRANSFORMATION CHIMIQUE**

#### **3. LA TRANSFORMATION NUCLEAIRE**

### **ANNEXE : LE GAZ PARFAIT, DEFINITION ET PROPRIETES**



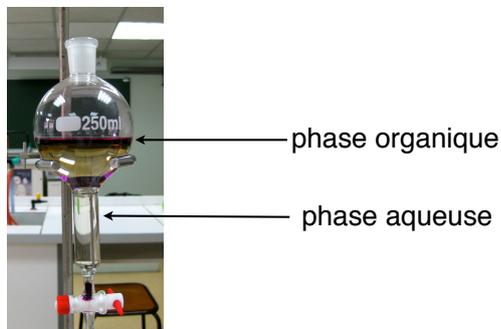
# Les documents du cours

## I. Les différents états de la matière et les paramètres de description

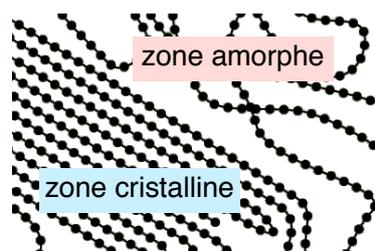
grandeur	Relation à la quantité de matière	exemples
<b>extensive</b>	proportionnelle	• •
<b>intensive</b>	indépendante	• • •

**document 1 : grandeurs intensives et extensives**

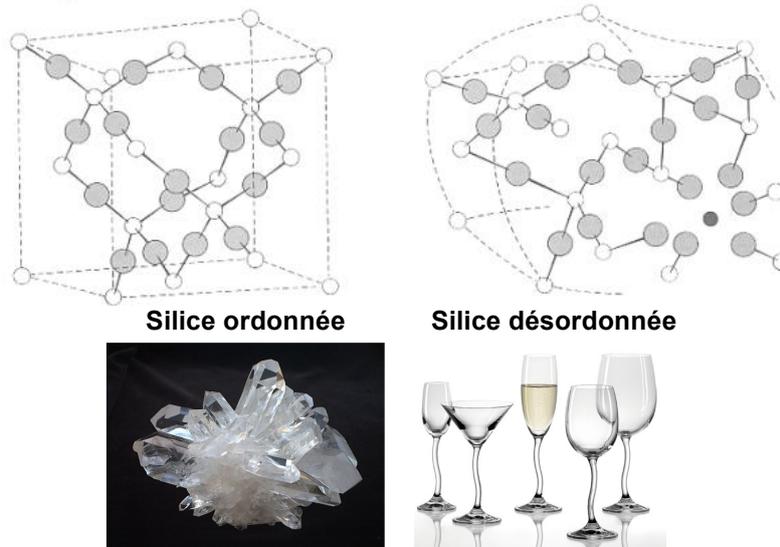
*Exemple : dans l'ampoule à décanter au laboratoire, si l'eau est plus dense que la solvant organique*



## II. Les changements d'état du corps pur, ou transitions de phases

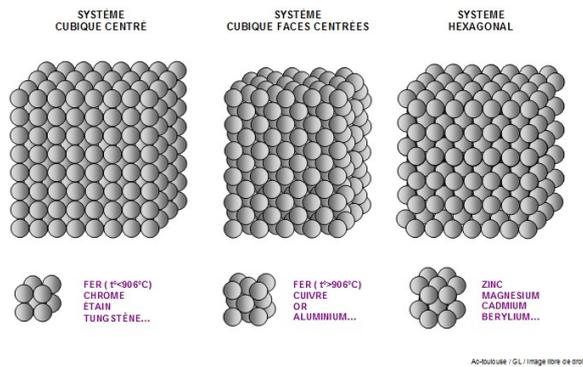


**document 2 : exemple de polymère semi-cristallin**

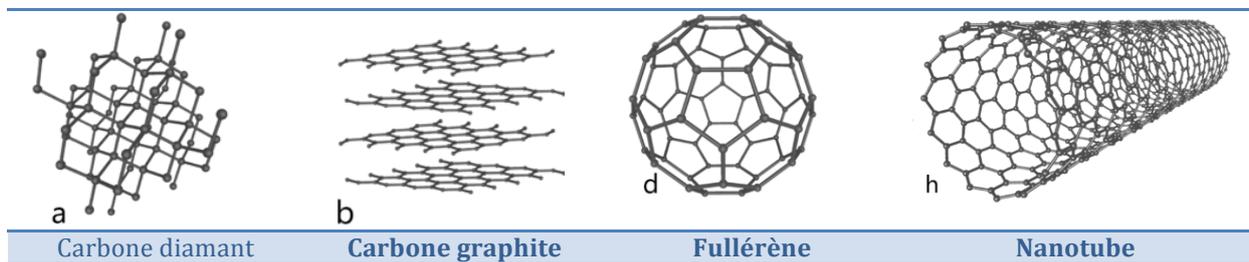


**document 3 : structures ordonnées ou désordonnées**

**CRISTAUX MÉTALLIQUES**



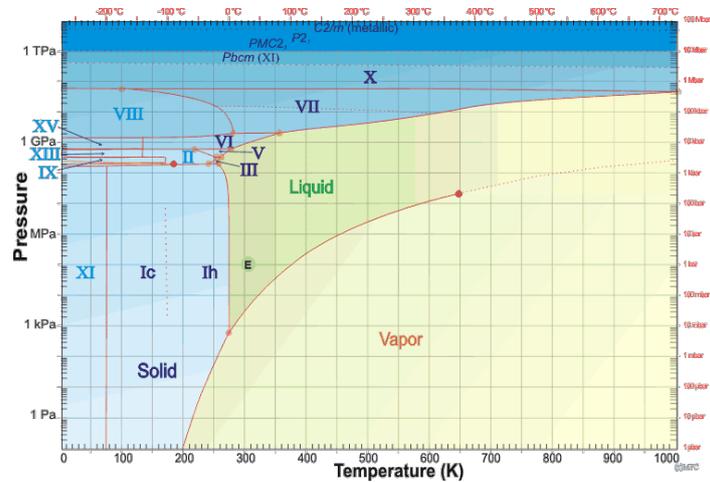
**document 4 : différents empilements d'atomes dans les cristaux métalliques**



**document 5 : différentes variétés allotropiques du carbone**

*Exemple 2 :* aux pressions usuelles, la glace ne présente qu'une seule phase, mais si l'on augmente considérablement la pression, il existe d'autres phases, et dans chacune, c'est l'environnement de chaque molécule d'eau qui change. Si la « glace I » est la glace qui nous est familière, il en existe plus d'une dizaine, mais que l'on rencontre à des pressions

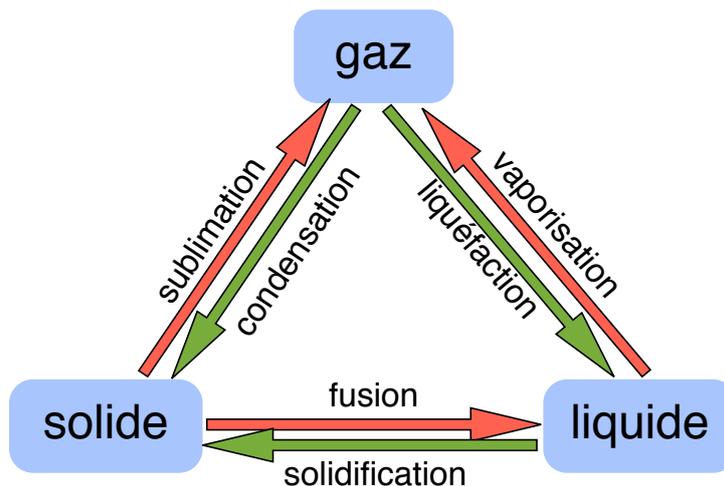
très élevées : en effet, sous ces fortes pressions, les molécules d'eau adoptent différents ajustements. Signalons par exemple que la glace VII ne fond qu'à 100°C mais elle n'existe que si la pression est supérieure à 25 kbar. Et c'est vraisemblablement l'existence de ces différentes variétés de glace qui est à l'origine de l'avancement des glaciers.



Nous dirons qu'il y a un **changement d'état** ou une **transition de phase** lorsqu'un corps pur passe d'une phase à une autre. Nous pouvons rappeler les noms donnés aux différentes transitions de phase.

Nom	Transformation	
	de l'état...	à l'état...
<b>vaporisation</b>	liquide	gaz
<b>liquéfaction</b>	gaz	liquide
<b>fusion</b>	solide	liquide
<b>solidification</b>	liquide	solide
<b>sublimation</b>	solide	gaz
<b>condensation</b>	gaz	solide
<b>Transition polymorphique</b>	variété allotropique	autre variété allotropique

**document 6 : les noms des différents changements d'état**



**document 7 : changements d'état et nom de la transformation correspondante**

Plusieurs remarques :

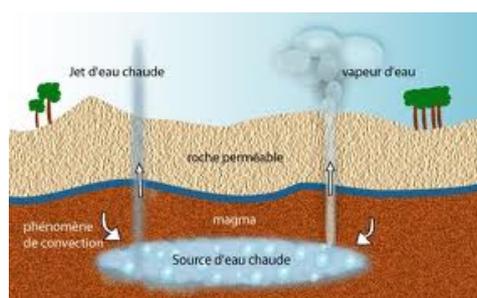
*Vapeur ou gaz ?* On emploiera le mot vapeur mais lorsque la substance est également présente sous forme liquide, comme la vapeur d'eau qui remplit l'espace au dessus de l'eau liquide dans une bouilloire. Dans le cas où il n'y a pas de liquide présent, on utilisera le mot « gaz ».

*Evaporation ?* On emploie le mot « évaporation » pour désigner une vaporisation qui a lieu en présence d'une atmosphère illimitée. Le linge que l'on fait sécher dehors illustre bien ce phénomène de surface, lorsque l'eau passe à l'état gazeux.

*Ebullition ?* Lorsque la vaporisation a lieu avec formation de bulles de vapeur dans le liquide, il y a ébullition. Le plus souvent, l'ébullition est réalisée en chauffant un liquide maintenu sous pression constante, comme nous le faisons en travaux pratiques lors d'une distillation. On peut aussi l'observer lorsque l'on diminue la pression à pression constante, ce qui le cas toujours en travaux pratiques lorsque nous utilisons l'évaporateur rotatif.

Il y a beaucoup de situations de la vie courante qui permettent d'observer les transformations indiquées ci-dessous. Il peut s'agir :

- Du passage de l'état solide à l'état liquide, ou gazeux, comme l'eau dans les geysers :



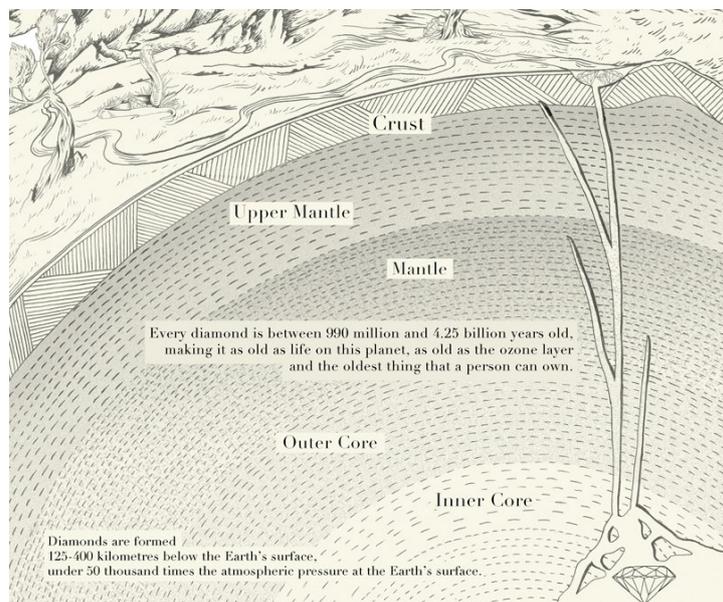
- Du passage d'une forme solide en une autre, comme la transformation du carbone graphite en carbone diamant sous très forte pression :



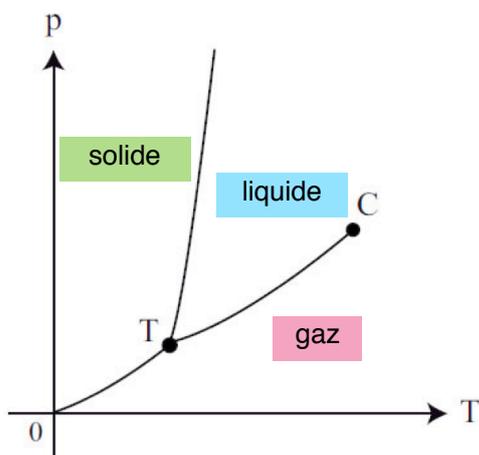
**Le carbone graphite peut se transformer en carbone diamant dans des conditions de pressions extrêmement fortes (plusieurs dizaines de milliers de bar)**



### document 8 : du carbone graphite au carbone diamant



### III. Le diagramme d'état du corps pur : diagramme (p,T)

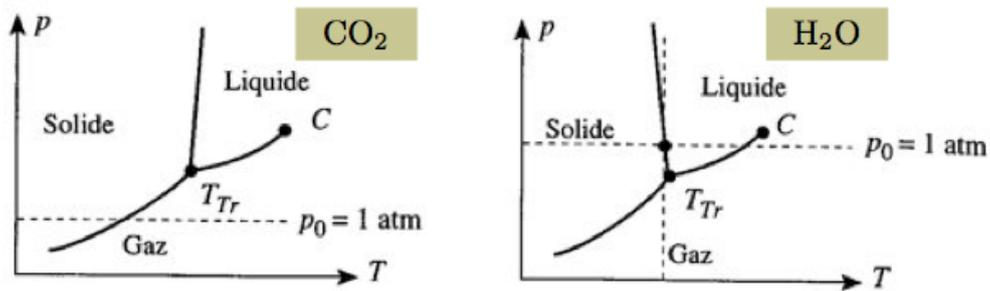


A pression élevée et température basse, c'est la phase SOLIDE qui est stable

A pression très faible et température élevée, c'est la phase GAZ qui est stable

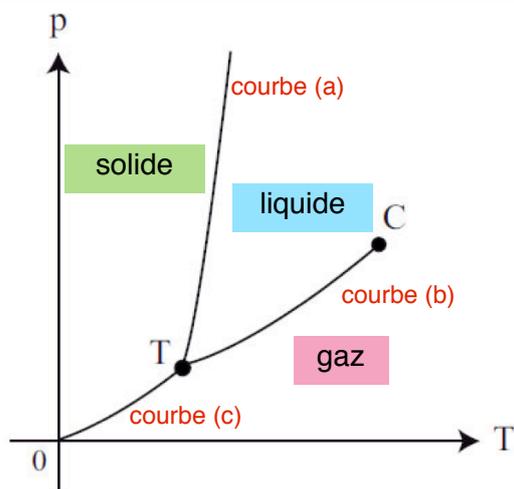
Le troisième domaine est celui où c'est la phase LIQUIDE qui est stable

### document 9 : les différentes phases d'un diagramme de changement d'état (p,T)



document 10 : diagrammes de changement d'état de CO<sub>2</sub> et de H<sub>2</sub>O

Sur ce diagramme, il y a 3 courbes :



**Courbe (a) :** courbe de fusion  
solide = liquide

**Courbe (b) :** courbe de vaporisation  
liquide = gaz

**Courbe (c) :** courbe de sublimation  
solide = gaz

document 11 : les caractéristiques d'un diagramme de changement d'état

Corps pur	Coordonnées du point triple	
	Température / °C	Pression / bar
H <sub>2</sub> O	0,01	610,8.10 <sup>-5</sup>
CO <sub>2</sub>	- 56,55	5,17

document 12 : coordonnées de différents points triples

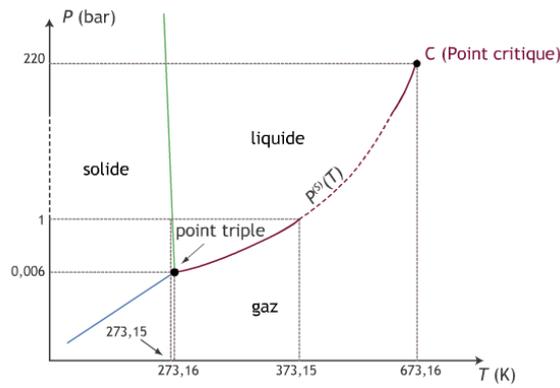
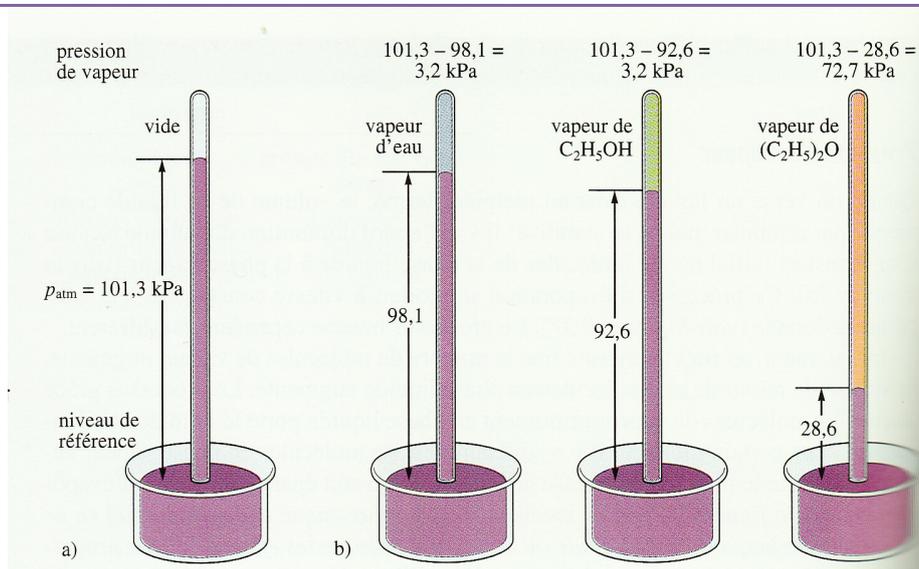


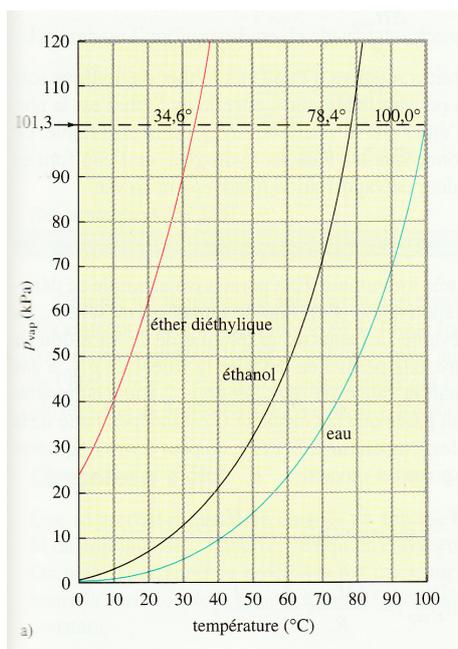
diagramme de phase de l'eau

L'illustration ci-dessous décrit une mesure de ces pressions de vapeur saturante.



A la base du tube rempli de mercure, on injecte le liquide de façon à ce qu'il en reste un peu à la surface du mercure dans le tube. Nous voyons que, à la même température, la pression de vapeur saturante varie considérablement d'un corps pur à l'autre.

document 13 : illustration des pressions de vapeurs saturantes de différents liquides plus ou moins volatils



températures d'ébullition normale = température d'ébullition  
 sous la pression  $p = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  :

**Plus le liquide est volatil, plus sa température d'ébullition normale est faible.  
 Plus le liquide est volatil, plus sa pression de vapeur saturante, à T donnée, est grande.**

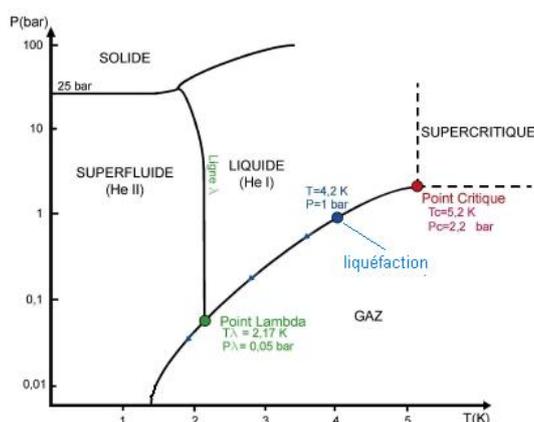
document 14 : pression de vapeur saturante et volatilité

Corps pur	Coordonnées du point critique	
	Température / °C	Pression / bar
<b>H<sub>2</sub>O</b>	374,15	221,1
<b>CO<sub>2</sub></b>	31,05	73,8
<b>NH<sub>3</sub></b>	132,45	114,0
<b>Hexane</b>	234,15	30,3

document 15 : coordonnées des points critiques de quelques corps purs

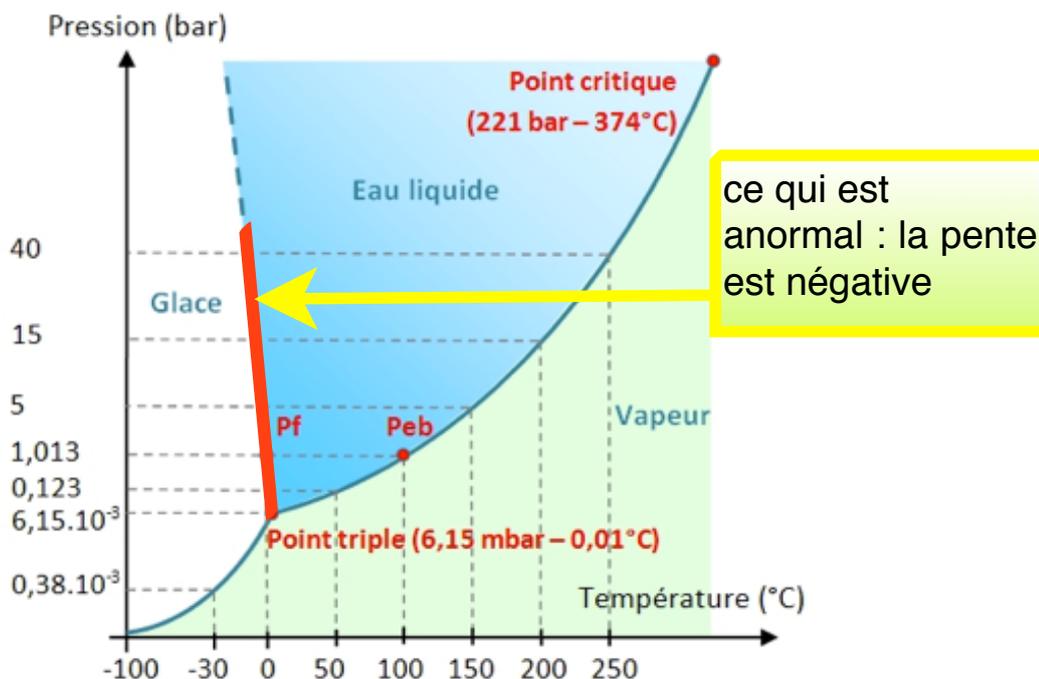


- celui de l'hélium, qui est le seul corps connu qui présente une frontière liquide-liquide sur son diagramme de phase.



document 16 : diagramme de phases de l'hélium

- Notons de suite que le diagramme de phase de l'eau a une allure inhabituelle. En effet, l'eau a cette propriété qui fait que **son point de fusion diminue quand la pression augmente**.



Sur ce diagramme de l'eau, on remarque que la température de fusion diminue lorsque la pression augmente

Ce comportement est mis en évidence sur le diagramme par la pente de la courbe coexistence solide-liquide, qui est négative. La raison pour laquelle le point de fusion de l'eau diminue lorsque la pression augmente est que le volume molaire de la glace est supérieur à celui de l'eau liquide : l'eau se dilate en se solidifiant, comme le font aussi le **bismuth** et l'**antimoine**. Cependant, la plupart des autres substances se contractent en se solidifiant.

## document 17 : diagrammes de changement d'état de l'eau

### ANNEXE : LE GAZ PARFAIT, DEFINITION ET PROPRIETES

#### PARTIE 1 : Le gaz parfait

**Le gaz parfait n'est qu'un modèle, associé à toute espèce chimique, en phase gazeuse et dont les principales caractéristiques sont les suivantes :**

■ Les atomes ou les molécules qui constituent le gaz parfait ont un volume nul et sont aucune interaction. Ces particules (atomes ou ces molécules) sont donc assimilées à des *masses ponctuelles sans interaction entre elles*.

La pression sur une paroi résulte des chocs supposés élastiques de ces particules sur la paroi.

■ Le nombre de moles, le volume, la pression et la température d'un gaz parfait sont liés entre eux par une relation appelée "**équation d'état du gaz parfait**" :

$$p.V = n.R.T$$

- p est la pression du gaz. Elle s'exprime en *pascal* (unité du système S.I.) dans les applications numériques de l'équation précédente.
- V est le volume occupé par le gaz. V s'exprime en *m<sup>3</sup>* dans les applications numériques de l'équation précédente.
- n est le nombre de mole de gaz. Il s'exprime en *mol*
- R est la **constante des gaz parfaits** :  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .
- T est la température. Elle s'exprime en *kelvin*, et a pour symbole K.

#### Quelques remarques :

■ La pression dans l'atmosphère est voisine de 100 000 Pa, ce qui conduit à définir une échelle mieux adaptée : le **bar** tel que  $1 \text{ bar} = 100\,000 = 10^5 \text{ Pa}$

■ Il est bon de connaître quelques ordres de grandeurs de températures :

- Très basse température atteinte en laboratoire :  $T = 10^{-3} \text{ K}$
- Température ambiante :  $T = 293 \text{ K}$
- Température superficielle du Soleil :  $T = 6.10^3 \text{ K}$
- Température au centre du Soleil :  $T = 1,5.10^7 \text{ K}$

On utilise usuellement la température Celsius  $\theta$  (symbole  $^{\circ}\text{C}$ ) définie par :

$$T/\text{K} = \theta/^{\circ}\text{C} + 273,15 \quad \text{ou} \quad \theta/^{\circ}\text{C} = T/\text{K} - 273,15$$

***Exemples d'application de l'équation d'état des gaz parfaits :***

■ EXERCICE N° 1 :

Calculer la pression du gaz  $\text{CO}_2$ , supposé parfait, si l'on a enfermé 2 moles de ce gaz dans une enceinte de volume  $V = 10 \text{ L}$ , à  $\theta = 25^{\circ}\text{C}$ .

■ EXERCICE N° 2 :

Quel est le volume molaire d'un gaz parfait dans les Conditions Normales de Température et de Pression (C.N.T.P), qui sont les conditions :  $p = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  et  $\theta = 0^{\circ}\text{C}$  ?

**PARTIE 2 : pression et pression partielle.**

Envisageons maintenant une enceinte de volume  $V$  constant, à la température  $T$ , qui contient  $n_1$  moles de gaz parfait  $A_1$ ,  $n_2$  moles de gaz parfait  $A_2, \dots, n_i$  moles de gaz parfait  $A_i, \dots$

Alors chaque pression  $p_i$  du gaz  $A_i$  est appelée **pression partielle du gaz  $A_i$** . Le gaz  $A_i$  occupant tout le volume  $V$  de l'enceinte, on peut écrire :

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$$

La pression totale  $p$  est la somme des pressions partielles de chacun des gaz :

$$p = \sum_i p_i$$

Et  $p$  est la pression qui règne dans l'enceinte contenant ( $n_1 + n_2 + \dots + n_i + \dots$ ) moles de gaz, donc on a aussi :

$$p \cdot V = \sum_i n_i \cdot R \cdot T$$

De ces relations, on en déduit que :

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} \quad \text{ou encore :} \quad p_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} \cdot p$$

est notée " $x_i$ " et est appelée "**fraction molaire du constituant  $A_i$** "

$$\frac{n_i}{\sum_i n_i}$$

Il faut aussi retenir que la somme des fractions molaires vaut 1 :

$$\sum_i x_i = 1$$

**Attention :** on peut envisager les fractions molaires de  $j$  constituants lorsque ceux-ci sont dans une même phase, qui peut être gazeuse comme ci-dessus, mais aussi liquide ou solide.

**Une espèce qui est seule dans sa phase a une fraction molaire égale à 1.**

---

### **Exemples :**

◆ Un mélange gazeux de 3 moles de  $\text{NH}_3$ , 5 moles de  $\text{H}_2$  et 2 moles de  $\text{N}_2$  : une seule phase : la phase gaz ; les fractions molaires sont :  $x_{\text{NH}_3} = 3/10 = 0,3$  ;  $x_{\text{H}_2} = 0,5$  et  $x_{\text{N}_2} = 0,2$ .

◆ Un mélange de 40 moles d'eau et 10 moles d'éthanol : 1 seule phase ;  $x_{\text{eau}} = 0,8$  et  $x_{\text{ethanol}} = 0,2$ .

◆ 1 mole de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  et 1 mole de  $\text{CaO}_{(s)}$  : 2 phases donc chaque solide, seul dans sa phase, a une fraction molaire égale à 1 :  $x_{\text{CaCO}_3} = 1$  et  $x_{\text{CaO}} = 1$ .

### ■ EXERCICE N° 3 :

---

On considère une enceinte de volume  $V = 5 \text{ L}$ . On y enferme à  $298 \text{ K}$  :

- 1 mole de  $\text{N}_{2(g)}$

- 3 moles de  $\text{NH}_{3(g)}$

- 6 moles de  $\text{H}_{2(g)}$

Calculer la fraction molaire de chaque gaz, la pression partielle de chaque gaz et la pression totale qui règne dans l'enceinte.

### ■ EXERCICE N° 4 :

---

On considère une enceinte de volume  $V$  variable. On y enferme à  $323 \text{ K}$  :

- 1 mole de  $\text{CO}_{(g)}$

- 4 moles de  $\text{CO}_{2(g)}$

- 0,5 moles de  $\text{C}_{(solide)}$

La pression totale est ensuite fixée à 2 bar. Calculer la fraction molaire de chaque constituant et la pression partielle de chaque gaz. Quel est le volume  $V_F$  de l'enceinte ?